INSTITUTO SUPERIOR DE COMPUTACIÓN, S.C.



DIVISIÓN BACHILLERATO

MATERIAL DIDÁCTICO PARA

CLASE DE

QUÍMICA II

**CONTENIDO TEMÁTICO**

Pág.

Antecedentes \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 4

Estructura y nomenclatura de compuestos \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 5

1.1 Reglas para la construcción de fórmulas \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 6

1.2 Nomenclatura para compuestos \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 12

1.2.1 Óxidos\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 13

1.2.2 Bases\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 16

1.2.3 Ácidos\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 17

1.2.3.a Oxiácidos o ácidos ternarios:\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 18

1.2.3.b Otra forma de nombrar a los oxiácidos\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 21

1.2.4 Sales\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 22

2.1 Principales símbolos utilizados en las ecuaciones químicas\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 23

2.2 Tipos de reacciones químicas\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 27

2.2.1 Combinación o síntesis\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 33

2.2.2 Descomposición\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 34

2.2.3 Simple sustitución\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 36

2.2.4 Doble desplazamiento o metátesis\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 36

2.3 balanceo de ecuaciones químicas\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 37

2.3.1 Ley de la conservación de la materia:\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 39

2.4 Métodos para balancear ecuaciones químicas\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 39

2.4.1 Método de tanteo\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 40

2.4.2 Método de óxido-reducción\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 41

2.4.2.a Importancia de las reacciones de óxido-reducción\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 42

2.5 Criterios de desempeño\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 46

3.1 Formas comunes para expresar la concentración de una disolución:\_\_\_\_\_ 48

3.1.1 Molaridad\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 51

3.1.2 Porcentajes\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 51

3.1.3 Molalidad\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 51

3.1.4 Normalidad\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 52

3.1.5 Fracción molar\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_52

3.1.6 Partes por millón\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 52

3.2 Concepto de mol\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 55

3.3 Fórmula mínima y molecular\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 58

3.4 Expresiones de la concentración y diluciones\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 63

3.5 La reacción química\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 64

3.5.1 Naturaleza de la reacción (complejidad entre reactivos y productos).\_\_\_\_\_65

3.6 Balanceo de ecuaciones. método ion electrón\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_65

TABLA PERIÓDICA \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_70

**Objetivo principal de la materia:** La Química es una ciencia cuyo Objetivo es el estudio de la materia en cuanto a su composición, propiedades y transformaciones. Pero lo que distingue a la Química de otras disciplinas que también se ocupan del estudio de la materia es que relaciona todo esto con su microestructura; es decir con el mundo de las partículas que la constituyen.

La primera finalidad de la Química es averiguar cómo los materiales pueden identificarse o distinguirse, no en lo que se refiere a cuerpos u objetos representados por vocablos, como «vaso» o «llave», sino más bien por las substancias de que están formados los objetos, expresadas por palabras como «vidrio» o «hierro». La Química no está interesada en las *propiedades accidentales* o atributostales como el tamaño y la forma sino en las **propiedades específicas** de la clase de materia que pueden reconocerse en cualquier cuerpo formado por ella. Así, por ejemplo, una moneda de plata, una copa de plata y un electrodo de plata difieren en tamaño, forma, utilidad e incluso aspecto estético, pero desde el punto de vista químico son esencialmente lo mismo al estar formados por el mismo metal, la plata.

Al contemplar nuestro mundo material se observan incesantes cambios en los que unos cuerpos desaparecen y se transforman en otros distintos. Estos cambios o transformaciones se conocen como **reacciones químicas.** Muchas veces no nos interesamos en las nuevas substancias que se originan en las reacciones químicas sino en la energía producida en las mismas. Así, quemamos carbón en el hogar, no para obtener las cenizas que se forman y se van acumulando, ni para utilizar el dióxido de carbono que escapa por la chimenea, sino para aprovechar el calor desprendido en su combustión. El estudio de las reacciones químicas, esto es, la posibilidad de su realización, la extensión en que tienen lugar, la velocidad con que se verifican y las relaciones cuantitativas entre las substancias que intervienen en la transformación o entre ellas y la energía desprendida o absorbida en la misma es la segunda finalidad de la Química.

El mecanismo de las reacciones químicas depende de la estructura íntima de las substancias y, en consecuencia, el objeto final de la Química es el de la constitución de la materia, puesto que este conocimiento permite identificar y diferenciar las substancias, comprender sus propiedades y establecer su comportamiento frente a otras clases de substancias o bajo la acción de cualquier forma de energía.

Por último, la Química no se limita al estudio de las substancias que componen los seres vivos e inanimados existentes sobre la tierra, así como de las que constituyen las estrellas, sino que, más importante, extiende incluso su finalidad al descubrir incesantemente nuevas substancias que no se encuentran en la Naturaleza y cuyas propiedades y aplicaciones las hacen en muchísimos casos de incalculable valor.

**UNIDAD I**

**Antecedentes**

**¿Qué es un nombre químico?**

**En parte, es información química y, a menudo tiene origen histórico.**

Después de que Alejandro el Grande conquistó Egipto, los griegos construyeron un templo dedicado al dios Amón. Para tener el fuego ardiendo en este templo, utilizaban como combustible, pedacitos de cierto material que obtenían de los camellos.

Después de años de tal práctica, se descubrió que un material blanco cristalino se había depositado en las paredes del templo junto con el hollín de los fuegos. Este material blanco parecido a la sal se conoció como sal amoniacal, que significa “sal de Amón”. Hoy al compuesto se le denomina cloruro de amonio, aunque algunas veces se le llama todavía por su viejo nombre.

En el siglo XVIII, la sal amoniacal se usó para obtener un compuesto gaseoso al que se le dio el nombre de Amoniaco debido a su origen. Este nombre todavía se le da hoy y corresponde al compuesto NH3.

Como en el ejemplo anterior, los nombres de muchos compuestos químicos se han desarrollado históricamente, pero estos nombres muchas de las veces no son lógicos ni proporcionan información concerniente a la estructura química de los compuestos. Esta nomenclatura se conoce como común o trivial. Algunos nombres comunes son tan familiares que aún se siguen usando como por ejemplo, el nombre del agua para el H2O.

*Elaboró: MCIQ: Azor Aguilar Cortés.*

**ESTRUCTURA Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS**

***Objetivo:*** *Caracterizará los cambios químicos así como el estudio de algunos factores que los determinan y el uso del lenguaje de la disciplina a partir de su identificación, representación y cuantificación, con una postura crítica y responsable ante su aplicación y repercusión en el ambiente y sociedad.*

**¿Qué vas a aprender a hacer?**

1. Clasificará las sustancias en las principales familias de compuestos químicos inorgánicos.
2. Utilizará correctamente las reglas de nomenclatura para nombrar a los compuestos, así como escribir sus fórmulas correctas.

**Fundamento Teórico**

Los cambios químicos de la materia, por ejemplo la combustión, ocurren cuando la materia se trasforma en un tipo de materia diferente con propiedades físicas y químicas totalmente distintas a la materia original. Conocer la composición de la materia antes y después del cambio permite manipular estas transformaciones y obtener beneficios de ellas.

**Nomenclatura IUPAC**

Este sistema de nomenclatura se basa en nombrar a las sustancias usando prefijos numéricos griegos que indican la atomicidad de cada uno de los elementos presentes en cada molécula. La atomicidad indica el número de átomos de un mismo elemento en una molécula, como por ejemplo H2O que significa que hay un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno presentes en cada molécula, aunque en una fórmula química la atomicidad también se refiere a la proporción de cada elemento en el que se llevan a cabo las reacciones para formar el compuesto; en este estudio de nomenclatura es mejor tomar la atomicidad como el número de átomos en una sola molécula. La forma de nombrar los compuestos es: **prefijo-nombre genérico + prefijo-nombre específico**.

*Elaboró: MCIQ: Azor Aguilar Cortés.*

**1.1 REGLAS PARA LA CONSTRUCCIÓN DE FÓRMULAS**

Si observas el mundo que te rodea, verás infinidad de tipos de materia diferente y, no obstante, toda la materia está constituida con las mismas unidades estructurales, es decir, con los elementos. Los átomos de los elementos son partículas básicas. Son los constituyentes fundamentales de los compuestos. **Un compuesto es una sustancia determinada que contiene dos o más elementos químicamente combinados en proporciones de masa definidas.** Al igual que el elemento se representa por medio de un símbolo, así también, el compuesto se representa por medio de una fórmula.

**Y ¿Qué es una fórmula química?**

*Una fórmula química es una combinación de símbolos que nos indican la composición de un compuesto y mediante subíndices, y en algunos casos paréntesis, el número de átomos de cada elemento.*

**Nota**: Lo importante no es que te aprendas la definición de fórmula, sino que aprendas a construirlas.

**Ejemplo:** La sal común de mesa es el compuesto cloruro de sodio, cuya fórmula es NaCl.

**¿Cómo se lee esta fórmula?** Esta fórmula al igual que todas se leen pronunciando las letras y los subíndices. Por lo tanto el NaCl se lee N-A-C-L y te indica que está formado por sodio y cloro y que se combinan un átomo de sodio y un átomo de cloro.

La fórmula de un compuesto es muy útil e importante, ya que describe en forma precisa la composición química del compuesto; pero la fórmula de un compuesto no te indica como se combinan los átomos entre sí.

**¿Qué reglas se siguen para construir las fórmulas de los compuestos químicos?**

Veamos si puedes descubrir tú mismo las reglas analizando los siguientes ejemplos:

1. CuO
2. HF
3. H2O
4. NaCl
5. Al2O3
6. KI
7. CaS
8. FeBr2

A continuación se presentan las **reglas para la construcción de fórmulas.**

Para construir una fórmula debes tomar en cuenta el principio de que los compuestos deben ser eléctricamente neutros, es decir la carga eléctrica positiva total es igual a la carga eléctrica negativa total, y además aplicar las siguientes reglas:

1.- Se escribe primero el símbolo del metal o catión (+) que forma parte del compuesto y luego el elemento no metálico o anión (-) (Ver tabla No. 1 y tabla No. 2)

CORRECTO INCORRECTO

Na+1 Cl-1 Cl-1 Na+1

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **PRINCIPALES CATIONES** | | | | | |
| **Valencia fija** | | | | | |
| **+1** |  | **+2** |  | **+3** |  |
| H+1 | Ácido | Be+2 | Berilio | Al+3 | Aluminio |
| Na+1 | Sodio | Mg+2 | Magnesio |  |  |
| K+1 | Potasio | Ca+2 | Calcio |  |  |
| Rb+1 | Rubidio | Sr+2 | Estroncio |  |  |
| Cs+1 | Cesio | Ba+2 | Bario |  |  |
| Ag+1 | Plata | Zn+2 | Zinc |  |  |
| NH4+1 | Amonio | Cd+2 | Cadmio |  |  |

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Valencia variable** | | | | | |
| Cu+1 | Cobre (I) | Ni+2 | Níquel (II) | Pb+2 | Plomo (II) |
| Cu+2 | Cobre (II) | Ni+3 | Níquel (III) | Pb+4 | Plomo (IV) |
| Hg+1 | Mercurio (I) | Fe+2 | Hierro (II) |  |  |
| Hg+2 | Mercurio (II) | Fe+3 | Hierro (III) |  |  |
|  |  | Co+2 | Cobalto (II) |  |  |
|  |  | Co+3 | Cobalto (III) |  |  |

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **PRINCIPALES ANIONES** | | | | | |
| **Valencia fija** | | | | | |
| **-1** |  | **-2** |  | **-3** |  |
| F-1 | Fluoruro | O-2 | Óxido | PO4-3 | Fosfato |
| Cr-1 | Cloruro | S-2 | Sulfuro | PO3-3 | Fosfito |
| Br-1 | Bromuro | SO4-2 | Sulfato |  |  |
| I-1 | Yoduro | SO3-2 | Sulfito |  |  |
| OH-1 | Hidróxido | CO3-2 | Carbonato |  |  |
| NO3-1 | Nitrato | CrO4-2 | Cromato |  |  |
| NO2-1 | Nitrito | CrO7-2 | Dicromato |  |  |
| MnO4-1 | Permanganato |  |  |  |  |
| ClO4-1 | Hipoclorito |  |  |  |  |
| ClO2-1 | Clorito |  |  |  |  |
| ClO3-1 | Clorato |  |  |  |  |
| ClO4-1 | Perclorato |  |  |  |  |

Las letras de la izquierda te indican el símbolo del metal o catión (+) y los números de oxidación de algunos elementos.

Las letras de la derecha te indican el símbolo del NO metal o anión (-) y los números de oxidación de algunos elementos.

2.- Si las valencias no son iguales, será necesario utilizar subíndices con números arábigos para igualar las capacidades de combinación de los elementos (el total de las cargas positivas debe ser igual al total de las cargas negativas). Para ello se usa la valencia de uno de los elementos del compuesto, como el subíndice del otro y se escribe en la base inferior derecha del símbolo del elemento. El número uno no se escribe. **Ejemplos:**

Na+1 Cl-1 NaCl

Ca+2 O-2 CaO

Al+3 N-3 AlN

4.- Si al escribir los subíndices, éstos resultan múltiplos entre sí, se deben de simplificar:

**Ejemplos:**

Cr+6 O-2 Cr2O6 CrO3

Pb+4 O-2 Pb2O4 PbO2

**Se han visto fórmulas como éstas: AlPO4, Na2SO4, Ba(ClO4)2; ¿Cómo explicarlo?**

Para poder explicar es necesario que sepas lo siguiente:

*Ion poliatómico se define como un grupo estable de átomos que tiene carga positiva o negativa y que se comporta, al combinarse, como si fuera un solo elemento***.**

**Ejemplo:**

El átomo de carbono se une a tres átomos de oxígeno para formar un ion poliatómico cuya fórmula es CO3. A este ion poliatómico se le llama ion carbonato y al momento de combinarse se comporta como un elemento con número de oxidación de -2, por lo que se presenta como: CO3-2.

A continuación encontrarás una tabla con los principales iones poliatómicos. En ella se indica la fórmula, el número de valencia y el nombre de cada ion.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| PRINCIPALES IONES POLIATÓMICOS | | | | | |
| **+1 y -1** |  | **-2** |  | **-3** |  |
| NH4+1 | Amonio | CrO4-2 | Cromato | PO4-3 | Fosfato |
| OH-1 | Hidróxido | CrO7-2 | Dicromato | PO3-3 | Fosfito |
| NO3-1 | Nitrato | SO4-2 | Sulfato |  |  |
| NO2-1 | Nitrito | SO3-2 | Sulfito |  |  |
| MnO4-1 | Permanganato | CO3-2 | Carbonato |  |  |
| ClO-1 | Hipoclorito |  |  |  |  |
| ClO2-1 | Clorito |  |  |  |  |
| ClO3-1 | Clorato |  |  |  |  |
| H3O+1 | Hidronio |  |  |  |  |

Para construir fórmulas con iones poliatómicos se siguen las reglas ya mencionadas. Analiza los siguientes ejemplos:

* Cuando se combina el potasio con el ion permanganato:

K+1 + MnO4-1

Para que el compuesto resultante de esta combinación sea eléctricamente neutro se requiere que se combine un átomo de potasio con un ion poliatómico permanganato por lo que la fórmula correcta del compuesto es:

KMnO4

* Cuando se combina el magnesio con el ion hipoclorito:

Mg+2 + ClO-1

Para que el compuesto resultante de esta combinación sea eléctricamente neutro se requiere que se combine un átomo de magnesio con dos iones poliatómicos hipocloritos por lo que la combinación correcta para formar al compuesto debe ser:

ClO-1  Mg ClO-1

La fórmula correcta que representa a este compuesto por lo tanto debe ser:

Mg (ClO)2

* Cuando se combina el sodio con el ion carbonato:

Na+1 + CO3-2

Para que el compuesto resultante de esta combinación sea eléctricamente neutro se requiere que se combinen dos átomos de sodio con un ion poliatómico carbonato por lo que la combinación correcta que forma al compuesto es:

Na+1 CO2-2 Na+1

La fórmula correcta que representa a este compuesto por lo tanto debe ser:

Na2CO3

**Ejercicio: En la siguiente tabla escribe las fórmulas correctas que resultan de la combinación de los iones que se te indican.**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **ANIONES** | **CATIONES** | | | | |
| **Ca+2** | **Mg+2** | **Al+3** | **NH4+1** | **Na+1** |
| **Cl-1** |  |  |  |  |  |
| **SO4-2** |  |  |  |  |  |
| **PO4-3** |  |  |  |  |  |
| **NO3-1** |  |  |  |  |  |
| **HCO3-1** |  |  |  |  |  |
| **CrO4-2** |  |  |  |  |  |

**Y además de la nomenclatura trivial, ¿existe otra forma de nombrar a los compuestos químicos?**

Es muy importante para el estudio de la química, conocer los nombres de los compuestos y poder deducir la composición química a partir de su nombre. Por lo anterior se han desarrollado varios sistemas de nomenclatura para los diferentes tipos de compuestos.

**1.2 NOMENCLATURA PARA COMPUESTOS**

Los nombres que proporcionan la información sobre su composición se llaman nombres sistemáticos.

En el presente curso se empleará la nomenclatura sistemática aceptada por la **UNIÓN INTERNACIONAL DE QUÍMICA PURA Y APLICADA (IUPAC),**  y se hará referencia cuando el caso lo amerite, al nombre común y más familiar de algunos compuestos.

Para facilitar su estudio, los compuestos químicos inorgánicos se han clasificado en familias, en las que se agrupan a todas aquellas substancias con características semejantes en estructura y propiedades; estas familias son:

* Óxidos
* Bases
* Ácidos
* Sales

**1.2.1OXIDOS**

Los óxidos son compuestos que se forman por la combinación del oxígeno y otro elemento.

El oxígeno es el elemento más abundante de la corteza terrestre. Se combina con todos los elementos, excepto con los gases nobles. Como su átomo tiene 6 electrones de valencia puede ganar 2 electrones para adquirir la configuración electrónica estable; al ganarlos se convierte así en el ion ÓXIDO (O-2).

**Y NO se combina con los gases nobles debido a que éstos tienen una configuración electrónica estable.**

Dependiendo del tipo de elemento con el que reaccione el oxígeno dependerá el tipo de óxido que se forme. Por ejemplo, si el oxígeno reacciona con un metal, se formará un **óxido metálico**.

Estos óxidos metálicos existen en la corteza terrestre en **forma sólida**.

Con los **No metales** el oxígeno tiende a compartir sus electrones de valencia formando **óxidos no metálicos o anhídridos**. Este tipo de óxidos se encuentran en la atmósfera en forma de gases.

Los óxidos reaccionan con el agua.

**¿Y cuál es el producto que se forma?**

El producto de esta reacción depende del tipo de óxido que reaccione así, **los óxidos metálicos forman bases**, mientras que **los óxidos no metálicos forman ácidos**.

**Veamos a continuación cómo se obtienen los óxidos:**

1. **Óxidos metálicos.** Los metales más activos como son los alcalinos y alcalinotérreos, se pueden combinar directamente al oxígeno para formar óxidos.

**METAL + ÓXIGENO ÓXIDO METÁLICO**

**Ejemplos:**

Na + O2 Na2O

K + O2 K2O

**Nomenclatura:**

Para nombrar a estos compuestos se antepone la palabra **óxido**, seguida del nombre del **metal** correspondiente.

**Ejemplos:**

**Fórmula Nombre**

Na2O Óxido de sodio

CaO Óxido de calcio

Fe2O3 Óxido de hierro (III)

**¿Por qué en el óxido de hierro se utiliza un paréntesis y dentro de él un número romano?**

**Explicación:**

Dado que existen metales de número de oxidación o **valencia fija** y metales de número de oxidación o **valencia variable**, se forman óxidos tanto con unos como con otros.

Cuando el óxido se forma con un **metal de valencia variable** (ejemplo el hierro), **después del nombre del óxido se indica entre paréntesis y con número romano el número de valencia del metal.**

**Ejemplos:**

**Fórmula Nombre**

CuO Óxido de cobre (II)

Cu2O Óxido de cobre (I)

NiO Óxido de níquel (II)

Cr2O3 Óxido de cromo (III)

**b) Óxidos NO metálicos.** Cuando el oxígeno se combina directamente con un NO metal se forma un óxido NO metálico o anhídrido.

**NO METAL + OXÍGENO ÓXIDO NO METÁLICO**

**Ejemplos:**

S + O2 SO2

N2 + O2 NO

C + O2 CO2

En este tipo de compuestos el oxígeno comparte electrones por lo que estos compuestos son de tipo **covalente**.

**Nomenclatura:**

Para dar nombre a estos óxidos, se utilizan primeramente los **prefijos griegos**:

|  |  |
| --- | --- |
| **Prefijos Griegos** | **Atomicidad** |
| Mono | 1 |
| Di | 2 |
| Tri | 3 |
| Tetra | 4 |
| Penta | 5 |
| Hexa | 6 |
| Hepta | 7 |
| Oct | 8 |
| Non (eneá) | 9 |
| Deca | 10 |

Estos prefijos se utilizan para indicar el número respectivo de átomos en el compuesto correspondiente.

**Ejemplos:**

**Fórmula Nombre**

CO Monóxido de carbono

CO2  Bióxido de carbono

NO2 Dióxido de nitrógeno

**Ejercicios: Genera el nombre a los siguientes óxidos.**

1.- P2O3 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 9.- Br2O5 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

2.- P2O5 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 10.- Br2O7 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

3.- SO2 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 11.- N2O3 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

4.- SiO2 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 12.- N2O5 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

5.- SO3 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 13.- Cl2O7 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

6.- MnO2 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 14.- N2O \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

7.- Br2O \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 15.- Cl2O5 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

8.- Br2O3 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 16.- Cl2O3 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**1.2.2 BASES**

Clásicamente una base se define como una sustancia formada por la unión de iones **HIDROXILOS (OH-1)** con metales.

Los hidróxidos de los metales alcalinos (grupo I A) y alcalinotérreos (grupo II A), como LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)2 y Ba(OH)2, son las bases inorgánicas más comunes.

A las soluciones acuosas de las bases o hidróxidos se les llama soluciones alcalinas o soluciones básicas.

**Y… ¿Qué propiedades tienen las bases?**

**Las propiedades físicas y químicas de las bases son muy específicas.**

* **FÍSICAS**

1.- Tienen un sabor cáustico o amargo agudo.

2.- Presentan una consistencia resbalosa o jabonosa al tacto.

* **QUÍMICAS**

1.- Cambian el papel tornasol de rojo a azul.

2.- Reaccionan con ácidos para formar sales y agua.

Una base o hidróxido se puede obtener de varias formas, una de ellas es mediante la reacción de un óxido metálico con el agua:

**ÓXIDO METÁLICO + AGUA BASE O HIDRÓXIDO**

**Ejemplos:**

Ca + H2O Ca (OH)2

K2O + H2O KOH

Na2O + H2O NaOH

**1.2.2.a Nomenclatura de bases:**

Para nombrar a las bases o hidróxidos, se antepone la palabra **Hidróxido** seguida de la preposición **de** y finalmente el **nombre del metal** correspondiente.

**Ejemplos:**

NaOH Hidróxido de sodio

KOH Hidróxido de potasio

Si un mismo metal **forma dos hidróxidos diferentes,** para distinguirlos se escribe entre **paréntesis** al final del nombre un **número romano** que indica la **valencia** del metal.

**Ejemplos:**

Ni(OH)2 Hidróxido de níquel (II)

Ni(OH)3 Hidróxido de níquel (III)

CuOH Hidróxido de cobre (I)

Cu(OH)2 Hidróxido de cobre (II)

**¿Pero cómo voy a saber que el metal forma dos o más hidróxidos diferentes?**

La respuesta es muy sencilla ya que los metales que forman dos o más hidróxidos diferentes son los metales de transición interna es decir, **metales de la serie B** de la tabla periódica.

**Ejercicios: Genera el nombre de los siguientes hidróxidos.**

1. – Ca (OH)2 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 6.- Ba (OH)2 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

2.- Mg(OH)2 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 7.- Fe(OH)3 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

3.- NH4OH \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 8.- Hg(OH)2 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

4.- AgOH \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 9.- Al(OH)3 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

5.- Zn (OH)2 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 10.- HgOH \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**1.2.3 ÁCIDOS**

La palabra ácido se deriva del Latín acidus, que significa “agrio”, y también se relaciona con la palabra acetum que significa “vinagre”.

Un ácido se define como una sustancia que produce iones hidrógeno (H+) cuando se encuentra disuelto en agua, es decir, cuando está en forma de solución acuosa.

**Y ¿tienen algunas propiedades los ácidos?**

La principal propiedad física que identifica a los ácidos es el hecho de que presentan sabor agrio o ácido.

Las propiedades químicas principales son:

1.- En solución acuosa son capaces de disolver algunos metales como el zinc y magnesio liberando hidrógeno gaseoso.

2.- Cambian el papel tornasol –un colorante vegetal- de color azul a **rojo**.

3.- Reaccionan con sustancias llamadas bases, para producir una sal y agua. (Reacción de neutralización)

4.- Reaccionan con carbonatos para producir el gas dióxido de carbono, (CO2).

Los ácidos inorgánicos se clasifican en **HIDRÁCIDOS O ÁCIDOS BINARIOS Y OXIÁCIDOS O ÁCIDOS TERNARIOS.**

**a).- HIDRÁCIDOS:** Éstos se obtienen de la reacción del hidrógeno con algún halógeno (**F, Cl, Br, I**) o bien con el azufre (**S**).

**HIDRÓGENO + HALÓGENO o AZUFRE HIDRÁCIDO**

**Ejemplos:**

H2 + Cl2 HCl

H2 + F2 HF

2H2 + S2 H2S

**NOTA**: Aún no te preocupes por el balanceo de las ecuaciones, lo estudiaras en la más adelante.

**Y… ¿Cómo se nombran?**

Para que puedas nombrar a los ácidos primeramente debes saber que los nombres de algunos elementos químicos tienen su origen en raíces griegas o latinas. Analiza la siguiente tabla.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **ELEMENTO** | **SIMBOLO** | **RAÍZ** |
| Cloro | Cl | Clor |
| Bromo | Br | Brom |
| Yodo | I | Iod |
| Flúor | F | Flúor |
| Azufre | S | Sulfur |
| Nitrógeno | N | Nitr |
| Manganeso | Mn | Mangan |
| Fósforo | O | Fosfor |
| Carbono | C | Carbon |

Para nombrar a los hidrácidos se aplica una regla muy sencilla, observa el siguiente ejemplo y descúbrela por ti mismo:

**Fórmula Nombre**

HCl Ácido clorhídrico

**¿Descubriste la regla?**

Para nombrar a los hidrácidos o ácidos binarios primero se indica que se trata de un **ácido**, posteriormente se toma la **raíz del nombre del NO metal** y se le agrega la terminación **hídrico**.

**Ejercicios:**

**Escribe el nombre correcto de los siguientes ácidos.**

**Fórmula Nombre**

HBr \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

HI \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

HF \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

H2S \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**1.2.3.a OXIÁCIDOS O ÁCIDOS TERNARIOS:**

**Se obtienen cuando reacciona un óxido NO metálico con el agua.**

**ÓXIDO NO METÁLICO + AGUA OXIÁCIDO**

**Ejemplos:**

SO2 + H2O H2SO3

CO2 + H2O H2CO3

ClO + H2O HClO

**Te presentamos a continuación las reglas para nombrar a los oxiácidos.**

1.- Se indica primero que el compuesto pertenece al grupo de los ácidos.

2.- Se determina el nombre del ion poliatómico (carbonato, hipoclorito, sulfato, sulfito, etc.) que se encuentra unido al hidrógeno formando el ácido.

3.- Se cambia la terminación del nombre del ion poliatómico de acuerdo con la siguiente regla:

a) Si la terminación del nombre del ion es **“ato”**, ésta se cambia por la terminación **“ico”**. Ejemplo: Carbon**ato** cambia por carbón**ico**.

b) Si la terminación del nombre del ion poliatómico es **“ito”**, ésta se cambia por la terminación **“oso”**. Ejemplo: Hipoclor**ito** cambia por hipoclor**oso**.

**NOTA**: En algunos casos especiales no se toma el nombre del ion poliatómico como referencia, sino la **raíz** del nombre del **NO metal** que forma al ion poliatómico:

**Ejemplos:**

El ion **SO4** se denomina **sulfato**, pero cuando éste forma un ácido se toma la raíz del nombre del azufre (sulfur) para formar el nombre del ácido y se utilizan las mismas reglas para la terminación por lo que, para los siguientes ácidos el nombre correcto es:

H2SO4 Ácido **sulfúr**ico

H2SO3 Ácido **sulfur**oso

H3PO4 Ácido **fosfór**ico

**Ejercicios:**

Aplicando las reglas de nomenclatura escribe el nombre correcto de los siguientes oxiácidos.

1.- HNO3 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 7.- HClO4 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

2.- HNO2 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 8.- HClO \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_­

3.- HClO3 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 9.- HClO2 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

4.- H2CrO4  \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 10.- H3PO3 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

5.- HMnO4 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 11.- HIO4 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

6.- H2CO3 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 12.- HBrO3 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**1.2.3.b OTRA FORMA DE NOMBRAR A LOS OXIACIDOS**

La nomenclatura de los oxiácidos, depende en gran medida del número de oxidación del elemento NO metálico diferente del hidrógeno y del oxígeno.

**Las reglas de nomenclatura para estos compuestos son:**

1.- Determinar **el número de oxidación del elemento central**. (Ver tabla).

2.- Se escribe la palabra **ácido**.

3.- Si el número de oxidación del elemento central lo requiere, se escriben los prefijos **hipo** o **per**, de acuerdo a lo indicado en la tabla.

4.- Enseguida se escribe el nombre de **la raíz del elemento central**.

5.- Finalmente se escriben las terminaciones **oso** o **ico**, siguiendo la referencia de la tabla.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **NÚMERO DE OXIDACIÓN** | **PREFIJO** | **TERMINACIÓN** |
| +1 a +2 | Hipo | oso |
| +3 a +4 |  | oso |
| +5 a +6 |  | ico |
| +7 | Per | ico |

**Ejemplo:** Nombrar al ácido cuya fórmula es HMnO4.

1.- Se determina el número de oxidación del elemento central; en este caso el manganeso (Mn).

H+1 Mn+7 O4--2 -8 El resultado de la suma algebraica es igual a: +1 -8; por lo que el Mn tiene número de oxidación de +7.

2.- Se escribe la palabra ácido.

3.- Por el hecho de que el número de oxidación del elemento central es +7, se indica el prefijo per.

4.- Se escribe la raíz del nombre, en este caso Mangan. (Ver tabla No. 5).

5.- Se concluye con la terminación ico, y conjuntado todo el nombre queda de la siguiente manara: **Acido Per Mangan ico = Ácido permangánico**

**1.2.4 SALES**

Las **sales** se definen como el **producto de la reacción entre un ácido y una base**, y su estructura corresponde a la combinación química de un metal con un NO metal o bien un metal con un ion poliatómico de número de valencia negativo.

Las **sales** se dividen en sales binarias y sales ternarias u oxisales (sales que poseen oxígeno).

Las sales son muy abundantes en la naturaleza. La mayor parte de las rocas y minerales del manto terrestre son sales de un tipo u otro. También se encuentran gigantescas cantidades de sales en los océanos.

Generalmente las sales son cristalinas y tienen altos puntos de fusión y de ebullición. Las sales son siempre compuestos iónicos que se disocian al encontrarse en solución acuosa, aumentando la conductividad eléctrica del solvente.

Las sales en general, se obtienen cuando reacciona un ácido con una base, mediante esta reacción además de la sal se obtiene también agua.

• Para el caso de las sales binarias, se requiere de la reacción de un hidrácido con una base:

**HIDRÁCIDO + BASE SAL BINARIA + AGUA**

**Ejemplo:**

HCl + NaOH NaCl + H2O

Cloruro de sodio

HBr + Ba(OH)2 BaBr2 + H2O

Bromuro de bario

**1.- Sobre cada línea, escribe el nombre correspondiente a las siguientes sales.**

a) KI\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

b) CaCl2\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

c) LiF \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

d) NaBr\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

e) MgCl2 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**2.- Sobre cada línea escribe el nombre de las sales derivadas del cloro.**

a) NaClO\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

b) NaClO2\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

c) NaClO3\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

d) NaClO4\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**¿Y las oxisales cómo se obtienen?**

• Para el caso de las sales ternarias u oxisales se hace reaccionar un oxiácido con una base:

**OXIÁCIDO + BASE SAL TERNARIA + AGUA**

**Ejemplos:**

H3PO4 + KOH K3PO4 + 3H2O

Fosfato de potasio

H2SO4 + NaOH Na2SO4 + 2H2O

Sulfato de sodio

**Oye, ¿sabes cuáles son las reglas para nombrar a las sales?**

**A continuación te presentamos las reglas para nombrar a las sales binarias:**

**Nomenclatura de sales binarias.**

**Regla:** A la **raíz** del nombre del **NO metal** se le agrega la terminación **“uro”** des pues de la preposición **“de”** y finalmente el nombre del **metal** que forma la sal.

**Veamos ahora a las sales ternarias:**

**Regla:** Se menciona primero el nombre del ion poliatómico que esta formando a la sal y enseguida se indica el nombre del metal que forma parte de la estructura química de la sal, si el metal es de valencia variable, recuerda que debes indicarla con número romano, al final del nombre.

**Ejercicios: Usando las reglas, genera los nombres de las siguientes oxisales.**

1. - Na2SO4 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 6. - CuSO4 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

2.- Ca (ClO)2 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 7.- Hg(NO3)2 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

3. - KMnO4 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 8. - PbCrO4 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

4. - (NH4)2SO4 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ 9. - K3PO4 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

5. - Cu2SO4 \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_10. - NaCl \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**1.3 CRITERIOS DE DESEMPEÑO**

**ESCRIBE LA FÓRMULA DE LOS COMPUESTOS QUE SE FORMAN CON LOS SIGUIENTES IONES.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Catión** | **Anión** | **Fórmula** | **Nombre** |
| Na+1 | NO-1 |  |  |
| K+1 | MnO4-1 |  |  |
| NH4+1 | HS-1 |  |  |
| Ag+1 | HSO4-1 |  |  |
| Mg+2 | H2PO4-1 |  |  |
| Ca+2 | O-2 |  |  |
| Ba+2 | SO4-2 |  |  |
| Zn+2 | HPO4-2 |  |  |
| Al+3 | Cr2O7-2 |  |  |
| Cu+1 | PO4-3 |  |  |
| Cu+2 | NO3-1 |  |  |
| Hg+1 | OH-1 |  |  |
| Hg+2 | HSO3-1 |  |  |
| Fe+2 | HCO3-1 |  |  |
| Fe+3 | HSO3-1 |  |  |
| Na+1 | SO3-2 |  |  |
| Mg+2 | CO3-2 |  |  |
| Fe+3 | Cr2O7-2 |  |  |
| Cu+2 | CN-1 |  |  |
| K+1 | Cl-1 |  |  |
| Ca+2 | S-2 |  |  |
| Al+3 | PO4-3 |  |  |

1. ¿Cómo se forman los óxidos básicos y porque reciben este nombre?
2. ¿Qué significan las expresiones hierro (II) e hierro (III)?
3. Escribe el concepto actual de ácido y base.
4. ¿Cuál es la diferencia entre oxiácido e hidrácido?
5. ¿A que se llama reacción de neutralización y cuáles son los productos de ésta?
6. ¿A que se llaman sales ácidas?
7. Escribe a la derecha de cada fórmula el nombre del compuesto y la función a la que pertenece.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Compuesto** | **Fórmula** | **Función** |
| MgO |  |  |
| KH |  |  |
| BeCrO4 |  |  |
| Zn3(PO4)2 |  |  |
| KOH | Hidróxido de potasio | Base |
| NH4Br |  |  |
| NaNO2 |  |  |
| Al(ClO4)3 |  |  |
| HCl |  |  |
| HClO |  |  |
| HNO2 |  |  |
| ZnO | Óxido de zinc | Óxido metálico |
| CuCl2 |  |  |
| KMnO4 |  |  |
| Co(NO3)3 |  |  |
| KHCO3 |  |  |
| FeSO3 |  |  |
| HNO3 |  |  |
| CO | Óxido de carbono | Óxido NO metálico |
| H2SO4 | Ácido sulfúrico | Ácido (oxiácido) |
| NaCl | Cloruro de sodio | Sal (haloide) |
| SO2 |  |  |
| Ca3(PO4)2 | Fosfato de calcio | Sal (oxisal) |
| AlI3 |  |  |
| HI | Ácido yodhídrico | Ácido (hidrácido) |

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Catión/Anión | O-2 | Cl-1 | SO4-2 | PO4-3 | OH-1 | NO3-1 | CO3-2 |
| Ca+2 |  |  |  |  |  |  | CaCO3 |
| Al+3 |  |  |  |  |  |  |  |
| Li+1 |  |  | Li2SO4 |  |  |  |  |
| Cu+1 |  |  |  |  |  |  |  |
| Cu+2 |  |  |  |  |  | Cu(NO3)2 |  |

1. Completa la siguiente tabla con las fórmulas correctas para cada compuesto.
2. Escribe la fórmula correcta de los siguientes compuestos.

1.- Carbonato de calcio \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_­­­­­­­­­­\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

2.- Cloruro de cobalto (II) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

3.- Hidróxido de sodio \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

4.- Cianuro de litio \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

5.- Permanganato de sodio \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

6.- Fluoruro de estaño (II) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

7.- Dicromato de potasio \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

8.- Nitrito de bario \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

9.- Óxido de hierro (III) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

10.- Hipoclorito de calcio \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

1. Después de cada compuesto, escribe la palabra hidrácido u oxiácido, según corresponda.

a) H2CO3\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ f) H3PO4\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

b) HCl\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ g) HI\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

c) H2SO3\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ h) HClO\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

d) HF\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ i) HBrO3\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

e) HIO3\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ j) HBr\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**UNIDAD II**

**Antecedentes**

**¿Qué es una reacción y una ecuación química?**

El hombre vive rodeado de muchos cambios químicos, algunos independientes de su voluntad, como son, la fotosíntesis, la corrosión de algunos metales, la descomposición de los alimentos, etc.; muchos otros son provocados por él mismo para vivir en mejores condiciones, como la combustión de los derivados del petróleo, la preparación de fertilizantes, etc.

Desde siempre el hombre ha querido entender la naturaleza de los cambios químicos para poder sujetarlos a su voluntad. Conforme logró el conocimiento de las fórmulas, de las leyes que rigen las combinaciones, la química ha permitido que la humanidad disfrute de innumerables ventajas materiales, aunque a veces vayan acompañadas de un deterioro ecológico, que suele ser consecuencia de un uso inadecuado de los cambios químicos.

Las reacciones químicas comprenden interacciones entre moléculas, iones y átomos, las cuales producen nuevas moléculas, iones y átomos. Cuando se mezclan ciertas sustancias, ocurren reacciones en las que los átomos se reacomodan para formar nuevas sustancias.

Con excepción de algunas reacciones muy complejas (que requieren un mayor conocimiento de las propiedades químicas de las substancias para comprenderlas), es fácil saber lo que va a ocurrir en una reacción si se conocen los reactivos o si se entiende el mecanismo de reacción.

Al final de la decada1890, el químico escocés Sir William Ramsay descubrió los siguientes elementos: helio, neón, argón, kriptón y xenón. Estos elementos, junto con el radón, fueron clasificados en el grupo VIIIA de la tabla periódica y apodados gases inertes (o nobles) por su tendencia a no reaccionar con otros elementos. La tendencia de los gases nobles a no reaccionar con otros elementos tiene que ver con las configuraciones de sus electrones. Todos los gases nobles tienen envolturas de valencia. Esta configuración es estable y representa una configuración que otros elementos tratan de alcanzar al reaccionar juntos. En otras palabras, la razón por la cual los átomos reaccionan entre ellos es para alcanzar un estado en el cual su envoltura de valencia se llene.

*MCIQ. Azor Aguilar Cortés*

**REACCIONES Y ECUACIONES QUIMICAS**

***Objetivo:*** *Muchos de los compuestos químicos al estar en contacto unos con otros, se unen entre sí, intercambian algunos de sus átomos o bien se separan en sus átomos para transformarse en un tipo de materia diferente, a estas transformaciones se les llama “cambios o reacciones químicas” y se representan por medio de “ecuaciones químicas”*

**¿Qué vas a aprender a hacer?**

1. Representará mediante ecuaciones, reacciones químicas sencillas y las clasificará en sus distintos tipos.
2. El alumno diferenciará los diferentes tipos de reacciones químicas que existen.
3. Balanceará reacciones químicas por los métodos de tanteo y oxido-reducción.

**Fundamento Teórico**

La reacción al unir dos o más elementos da como resultado la formación de un enlace químico entre átomos y la formación de un compuesto químico. ¿Pero por qué las substancias químicas reaccionan al ser unidas? La razón tiene que ver con la participación de la configuración de los electrones del átomo.

Una ecuación química es una descripción simbólica de una [reacción química](http://es.wikipedia.org/wiki/Reacci%C3%B3n_qu%C3%ADmica). Muestra las sustancias que reaccionan (reactivos ó reactantes) y las sustancias o productos que se obtienen. También nos indican las cantidades relativas de las sustancias que intervienen en la reacción. Las ecuaciones químicas son el modo de representarlas.

En una ecuación química, aparece una flecha que indica el cambio; al lado izquierdo de esta flecha, están los reactivos o reactantes, que son las sustancias existentes antes de que el cambio ocurra; y, al lado derecho, encontramos los productos terminados, que son las sustancias obtenidas después de la transformación.

*MCIQ. Azor Aguilar Cortés*

**2.1 PRINCIPALES SÍMBOLOS UTILIZADOS EN LAS ECUACIONES QUÍMICAS**

Para representar una reacción química, se emplean unos símbolos que constituyen lo que conocemos con el nombre de ecuación química. Esta simbología es:

Esta flecha indica que la materia se transforma o convierte en otro tipo de materia.

Esta flecha después de una fórmula indica que la sustancia es un gas que se desprende.

La flecha hacia abajo indica que la sustancia es un sólido que al formarse se separa y se va al fondo del recipiente. A este sólido se le llama “precipitado”.

**( g )** Esta letra colocada como subíndice después de una fórmula, indica que la sustancia es un gas.

**( l )** Esta letra colocada como subíndice después de una fórmula, indica que la sustancia es un líquido.

**( s )** Esta letra colocada como subíndice después de una fórmula, indica que la sustancia es un sólido.

**( ac )** Estas letrascolocadas como subíndices después de una fórmula, indica que la sustancia se encuentra disuelta en agua, es decir, están en forma “acuosa”.

**E** Esta letra indica energía.

**Δ** Este símbolo indica que hay que calentar o aplicar calor.

Las flechas con sentido contrario indican que la reacción es reversible.

Se utilizan para describir lo que sucede en una reacción química en sus estados inicial y final.

**Y ¿Qué es una reacción química?**

*Una reacción química es un proceso mediante el cual, una o varias**substancias iníciales llamadas reactivos, se transforman en una o varias substancias finales,**llamadas productos.*

En una ecuación química tanto la materia que se trasforma como la materia que resulta de esta transformación se representa por medio de su fórmula química, a la(s) primera(s) se le llama:

“Reactantes” o “Reactivos” y se colocan a la izquierda de la flecha que indica “se transforma”, y a la(s) segunda(s) se le denomina “Productos” y se colocan a la derecha de la flecha.

Tomemos como ejemplo la reacción química en la que el metano (CH4) o el gas natural arde con oxígeno (O2) formando dióxido de carbono (CO2) y agua (H2O).

Si consideramos que sólo intervienen estas cuatro sustancias, la fórmula (en general, formas abreviadas de sus nombres) sería:

CH4 + O2 CO2 + H2O

Los químicos sustituyen la palabra “da” por la flecha que indica “se transforma o convierte” para obtener la ecuación química:

CH4 (g) + O2 (g) CO2 (g) + H2O (g)  + E

∆

Esta ecuación se lee de la siguiente manara:

El gas metano se combina o reacciona con el gas oxígeno y aplicando calor, se transforma en bióxido de carbono que se desprende en forma de gas, además de agua en forma de vapor y energía.

Si observas el signo más (+) en el lado de los reactantes se lee como: “se combina o reacciona con” mientras que en el lado de los productos se lee como: “además de”.

**2.2 TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS**

La materia experimenta miles de reacciones químicas, por lo que estudiarlas una por una serían prácticamente imposibles, afortunadamente los químicos han encontrado que estas reacciones se pueden clasificar en cuatro grandes grupos.

**2.2.1 Combinación o síntesis**

El primer tipo de reacción es el de combinación o síntesis, y este tipo de reacciones se presentan cuando dos o más sustancias reaccionan para producir un solo producto.

En forma general estas reacciones se representan como:

**A + B AB**

**Algunos ejemplos son:**

La obtención de óxidos

Mg (s) + O2 (g) MgO (s)

La obtención de una sal binaria

Al (s) + Cl2 (g) AlCl3 (g)

**2.2.2 Descomposición**

Las reacciones de descomposición se presentan cuando una sustancia se transforma en dos o más sustancias. La sustancia que se descompone siempre es un compuesto y los productos pueden ser elementos o compuestos. Por lo general es necesario aplicar calor para que esta reacción se lleve a cabo.

La ecuación general que representa a las reacciones de descomposición es:

**AB A + B**

**Δ**

**Algunos ejemplos son:** La descomposición de algunos óxidos metálicos

HgO (s) Hg (l) + O2 (g)

**Δ**

La descomposición de nitratos y cloratos de metales alcalinos

KNO3 (s) KNO2 (s) + O2

**Δ**

KClO3(s) KCl(s) + O2

**Δ**

**Ejercicio: Responde a los siguientes planteamientos:**

* Piensa si al freír tocino, se lleva al cabo una reacción de descomposición, ó
* ¿Qué otros ejemplos podrías mencionar?

**2.2.3 Simple sustitución**

Las reacciones de simple sustitución se presentan cuando un elemento reacciona substituyendo o reemplazando a otro dentro de un compuesto. A estas reacciones también se les conoce como reacciones de sustitución simple o de desplazamiento.

La ecuación general que representa a este tipo de reacciones es la siguiente:

**A + BC AC + B**

**Algunos ejemplos son:**

* Cuando el metal de una sal es desplazado por otro metal.

Fe (s) + CuSO4 (ac) FeSO4 (ac) + Cu (s)

* Cuando un metal desplaza al hidrógeno de un ácido.

Sn (s) + HCl (ac) SnCl2 (ac) + H2 (g)

* Cuando un NO metal substituye a otro NO metal de una sal.

Cl2 (g) + NaBr (ac) NaCl (ac) + Br2 (g)

**2.2.4 Doble desplazamiento o metátesis**

Las reacciones de doble desplazamiento o metátesis se presentan cuando dos compuestos participan en una reacción, donde el catión (**+**) de uno de los compuestos se combina con el anión (**-**) del otro. Esta reacción se representa con la siguiente ecuación general:

**AB + CD AD + CB**

Metátesis significa cambio de estado, de sustancia o de forma.

**Algunos ejemplos de estos tipos de reacciones son:**

a) La reacción del ácido muriático (HCl) con el sarro (CaCO3) que produce cloruro de calcio (CaCl2), agua (H2O) y bióxido de carbono (CO2) que es el gas que se desprende y produce la efervescencia.

HCl (ac) + CaCO3 (s) CaCl2 (ac) + H2O (l) + CO2 (g)

b) La reacción de los antiácidos [ejemplo Mg(OH)2] con el ácido del jugo gástrico del estómago (HCl).

HCl (ac) + Mg (OH)2 (ac) MgCl2 (ac) +n H2O (l)

**Ejercicios: Anota el tipo de reacción que se lleva a cabo en cada uno siguientes ejemplos de la tabla:**

|  |  |
| --- | --- |
| **PROBLEMA** | **TIPO DE REACCIÓN** |
| KClO3  KCl + O2 |  |
| Ba + Br2 BaBr2 |  |
| HgNO3 + Cu CuNO3 + Hg |  |
| HCl + NaOH NaCl + H2O |  |
| K + S K2S |  |
| NH4Cl NH3 + HCl |  |
| H2SO4 + Zn ZnSO4 + H2 |  |
| HNO3 + KOH KNO3 + H2O |  |
| C + O CO2 |  |
| ZnO + 2HCl ZnCl + H2O |  |

**2.3 BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS**

Cuando la reacción química se expresa como ecuación, además de escribir correctamente todas las especies participantes (**nomenclatura**), se debe ajustar el número de átomos de reactivos y productos, colocando un coeficiente a la izquierda de los reactivos o de los productos. El balanceo de ecuaciones busca igualar el de átomos en ambos lados de la ecuación, para mantener la Ley de Lavoisier.

**2.3.1 Ley de la conservación de la materia:**

Un noble francés llamado Antoine Lavoisier (1734-1794) llevó a cabo una serie de estudios cuantitativos en reacciones químicas, observando en ellos que la masa total de las sustancias que reaccionan, era igual a la de aquéllas que se producen en la reacción.

NaOH + HCl NaCl + H2O

Masa de reactantes (76 g) = Masa de productos (76 g)

Partiendo de las observaciones, Lavoisier, en 1783 publicó lo que actualmente conocemos como Ley de la conservación de la materia, cuyo enunciado es el siguiente:

**“La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma”.**

La Ley de la conservación de la materia es una ley de carácter universal por lo que se aplica a cualquier transformación o cambio químico de la materia, si las ecuaciones químicas representan las transformaciones o reacciones de la materia entonces las ecuaciones deben cumplir también con la ley de la conservación de la materia, para verificar si una ecuación cumple con dicha ley se cuenta el número de átomos de cada elemento que aparece en los reactantes y los que existen en los productos, estos números deben ser iguales.

Ecuación química:

NaOH + HCl NaCl + H2O

En base a la ecuación marcada arriba, desglosaremos los componentes participantes en la reacción mediante una tabla:

|  |  |
| --- | --- |
| **REACTANTES** | **PRODUCTOS** |
| Na = 1 | Na = 1 |
| O = 1 | O = 1 |
| H = 2 | H = 2 |
| Cl = 1 | Cl = 1 |

Pero… ¿Qué ocurre cuando el número de átomos de cada elemento que hay en los reactantes no es igual al que existe en los productos?

**Ejemplo:**

Ecuación química:

Ca (OH)2 + HBr CaBr2 + H2O

|  |  |
| --- | --- |
| **REACTANTES** | **PRODUCTOS** |
| Ca = 1 | Ca = 1 |
| O = 2 | O = 1 |
| H = 3 | H = 2 |
| Br = 1 | Br = 2 |

En este caso la ecuación debe ser sometida a un proceso de balanceo para lograr que ésta cumpla con la ley de la conservación de la materia.

**2.4 MÉTODOS PARA BALANCEAR ECUACIONES QUÍMICAS**

Se conocen varios métodos para balancear ecuaciones; entre los más comunes tenemos: tanteo y óxido reducción (Redox).

**2.4.1 Método de tanteo**

De acuerdo con el diccionario enciclopédico Larousse; la palabra tanteo significa ensayar, prueba o calcular aproximadamente. Precisamente, esto es lo que vamos a poner en práctica en este método de balanceo de ecuaciones químicas.

El método de tanteo generalmente se utiliza para balancear reacciones sencillas, donde el número de reactantes y productos es pequeño y fácil de manejar.

Si observas cuidadosamente una ecuación química no balanceada, como la que se presenta a continuación, encontrarás que a ninguna de las moléculas o átomos le antecede un coeficiente:

\_\_ PbCl2 + \_\_ Li2SO4 \_\_ LiCl + \_\_ PbSO4

Este dato, el valor del coeficiente, es el que debes encontrar durante el balanceo de la ecuación. Para efectuar el proceso se sugieren los siguientes pasos:

1. Identifica los átomos que están participando en la reacción.
2. Los números que aparecen como subíndice al lado de cada átomo, te dicen cuántos de ellos están participando en la reacción. Sí el átomo no tiene subíndice, se sobreentiende que es 1; éste será tu punto de partida.
3. Compara el número de átomos en cada extremo de la reacción y trata de igualarlos.
4. Compara el número de átomos en cada extremo de la reacción y trata de igualarlos.
5. Después balancea los átomos de hidrógeno.
6. Posteriormente, balancea los átomos de oxígeno.
7. Finalmente, compara la cantidad de átomos que están presentes al lado de reactantes y productos.

**Nota:** *Para balancear una ecuación, deben modificarse los coeficientes, NO los subíndices.*

**Ejercicios: A continuación, pondrás en práctica la estrategia sugerida para el balanceo de ecuaciones químicas por el método de tanteo.**

Intégrate a un equipo de trabajo, balancea por tanteo las siguientes ecuaciones químicas y comenta los resultados con tus compañeros.

1.- \_\_H2 + \_\_O2 \_\_H2O

2.- \_\_O2 + Sb2S3 \_\_Sb2O4  + ­­\_\_SO2

3.- \_\_FeCl3 + \_\_NH4OH \_\_Fe (OH)3 + \_\_NH4Cl

4.- \_\_KMnO4 + \_\_HCl \_\_KCl + \_\_MnCl2 + \_\_H2O + \_\_Cl2

5.- \_\_Mg + \_\_HCl \_\_MgCl2 + \_\_H2

6.- \_\_Al + \_\_O2 \_\_Al2O3

7.- \_\_Al (NO3)3 + \_\_H2SO4 \_\_HNO3 + \_\_Al2(SO4)3

8.- \_\_Na2SO4 + \_\_BaCl2 \_\_BaSO4 + \_\_NaCl

9.- \_\_Cu + \_\_HNO3 \_\_Cu (NO3)2 + \_\_H2O + \_\_NO3

10.- \_\_KClO3 \_\_KCl + \_\_O2

**2.4.2 Método de óxido-reducción**

Antes de iniciar con la aplicación de este método de balanceo de ecuaciones, es importante aclarar algunos conceptos.

Antiguamente, el término oxidación se refería a las reacciones en donde una sustancia reaccionaba con el oxígeno del aire o bien, con el oxígeno que tenía alguna otra sustancia. El término oxidado se aplicaba a la sustancia que ganaba el oxígeno; el término reducido se aplicaba a la sustancia que había perdido el oxígeno.

Por ejemplo, en la siguiente reacción observamos que tres átomos de oxígeno son transferidos al monóxido de carbono. De acuerdo a lo visto en el párrafo anterior, el monóxido de carbono se oxidó mientras que el óxido de fierro se redujo.

Fe2O3 + 3CO 2Fe + 3CO2

Pierde oxígeno + Gana oxígeno Se reduce + Se oxida

Actualmente, los términos oxidado y reducido se definen en función de la transferencia de electrones que se da entre las sustancias que reaccionan. En esta transferencia, unas perderán electrones mientras que otras los ganan.

Para saber quién gana o pierde electrones en una reacción, compara el número de valencias que tiene cada una de las sustancias que se encuentran participando como reactivos, con las valencias que presentan una vez que se han convertido en productos. El siguiente recuadro, te servirá como referencia para hacer dicha comparación.

Ganancia de electrones

-7, -6, -5, -4, -3, -2, -1, 0 +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7

Pérdida de electrones

El término oxidado se utiliza para referirse a la sustancia que pierde electrones en una reacción química, o bien, aumenta su número de oxidación. El término reducido, se aplica a la sustancia que gana dichos electrones, o bien, reduce su número de oxidación. Esto lo podemos visualizar en el siguiente ejemplo:

Reacción química NO balanceada:

Al + HBr AlBr3 + H2

Al anotar las valencias o números de oxidación queda de la siguiente manara:

Al 0 + H +1 Br -1 Al +3 Br3 -1 + H2 0

**Ejercicios:**

A continuación, trataremos de identificar las sustancias que se oxidan y reducen. Para ello, intégrate a un equipo de trabajo y, tras leer los tres párrafos anteriores y analizar la ecuación química, resuelve el ejercicio.

**Sustancia oxidada:**

1.- ¿Cuál es la sustancia que se oxida?\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

2.- ¿Cuál fue la variación en su número de oxidación o valencia?\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

3.- ¿Ganó o perdió electrones?\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

4.- ¿Cuántos ganó o perdió?\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Sustancia reducida:**

5.- ¿Cuál es la sustancia que se reduce?\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

6.- ¿Cuál fue la variación en su número de oxidación o valencia?\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

7.- ¿Ganó o perdió electrones?\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

8.- ¿Cuántos ganó o perdió?\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

La ecuación química y los números de oxidación o valencia de cada elemento en la reacción, son el punto de partida para el balanceo de ecuaciones por el método de óxido-reducción o Redox.

Para balancear una ecuación química por el método de óxido-reducción se sugiere la siguiente metodología:

**a).-** Identifica los átomos que están participando en la reacción.

Sn + HNO3 SnO2 + NO2 + H2O

**b).-** Anota el número de oxidación que le corresponde a cada uno de los átomos presentes en la ecuación.

Sn0  + H+1N+5O3-2 Sn+4O2-2 + N+4O2-2 + H2+1O-2

**c).-** Identifica al átomo que se reduce (gana electrones) y realiza lo siguiente:

a) Con ayuda de una semirreacción representa su estado de oxidación como reactante y como producto.

b) Iguala el número de átomos en ambos extremos de la semirreacción.

c) Calcula cuál fue la variación de electrones y multiplícala por el número de átomos que tienes; anótala al lado de los reactantes.

N+5 N+4 + 1e-

**d).-** Identifica al átomo que se oxida (pierde electrones) y realiza lo siguiente:

d) Con ayuda de una semirreacción, representa su estado de oxidación como reactante y como producto.

e) Iguala el número de átomos en ambos extremos de la semirreacción

f) Calcula cuál fue la variación de electrones y multiplícala por el número de átomos que tienes; anótala al lado de los reactantes.

Sn0 Sn+4 - 4e-

**e).-** Iguala el número de electrones ganados y perdidos, multiplicando la primera semirreacción por el número de electrones obtenidos en la segunda semirreacción. La segunda semirreacción la multiplicarás por el número de electrones de la primera.

(N+5 N+4 + 1e-)4

(Sn0 Sn+4 - 4e-)

(4N+5 4N+4 + 4e-)

(Sn0 Sn+4 - 4e-)4

4N+5 + Sn0 4N+4 + Sn+4

**f).-** El resultado obtenido, trátalo como si fuera una suma; en ésta, veremos que el número de electrones se hace cero y sólo nos quedan las especies reaccionantes que cambiaron su número de oxidación.

**g).-** En esta misma ecuación, veremos que los reactantes quedan colocados a la izquierda de la flecha, mientras que los productos quedan hacia la derecha de la misma.

El resultado obtenido nos permite iniciar el balanceo de la ecuación; este resultado nos dice que al lado de los reactantes debemos tener cuatro N+5 y un Sn0, mientras que al lado de los productos deberán aparecer cuatro N+4 y un Sn+4.Si colocamos estos datos en la ecuación se observará lo siguiente:

Sn0 + 4H+1N+5O3-2 Sn+4O2-2 + 4N+4O2-2 + H2+1O-2

**h).-** La ecuación puede no estar totalmente balanceada, por lo que deberás concluirla por tanteo, ajustando el número de átomos a partir de los datos que ya tenemos.

Sn0 + 4H+1N+5O3-2 Sn+4O2-2 + 4N+4O2-2 + 2H2+1O-2

**i).-** Finalmente, comprueba que el número de átomos es reactantes y productos son iguales.

|  |  |
| --- | --- |
| **REACTANTES** | **PRODUCTOS** |
| Sn=1 | Sn=1 |
| N=4 | N=4 |
| H=4 | H=4 |
| O=12 | O=12 |

**Ejercicios:**

**Balancea las siguientes reacciones por el método de óxido-reducción.**

1.- O2 + Ag Ag2S + H2O

2.- KMnO4 + HCl KCl + MnCl2 + H2O + Cl2

3. - Al + H2SO4 H2 + Al2 (SO4)3

4. - Zn + AgNO3 Zn (NO3)2 + Ag

5. - Zn + HCl ZnCl2 + H2

6. - HNO3 + H2S NO + S + H2O

7. - KI + H2SO K2SO4 + I2 + H2S + H2O

8. - Cr2O3 + Na2CO3 + KNO3 CO2 + Na2CrO4 + KNO2

9. - Cu + HNO3 Cu (NO3)2 + NO + H2O

10. - Fe2SO4 + KMnO4 + H2SO4 K2SO4 + MnSO4 + Fe (SO4)3 + H2O

El término semirreacción se utiliza para representar ecuaciones químicas incompletas; en este caso, se utiliza para representar las variaciones en el número de oxidación de las sustancias que se reducen o se oxidan.

Existen otras alternativas metodológicas para balancear ecuaciones por el método de óxido reducción. Si conoces algunos de ellos y consideras que es más práctico, utilízalo para resolver los problemas que se te planteen.

**2.4.2.a Importancia de las reacciones de óxido-reducción**

Generalmente, cuando hablamos de algún proceso químico, pensamos que éste sólo puede ocurrir cuando realizamos una práctica dentro del laboratorio. En pocas ocasiones, comparamos lo visto en el laboratorio escolar, con lo que ocurre en la vida diaria.

La transferencia de electrones que se observa en las reacciones óxido-reducción, no se restringe a una metodología que nos enseña cómo calcular la variación de ellos en las sustancias que se oxidan o se reducen.

Las reacciones de óxido-reducción tienen una mayor trascendencia; se observan o emplean en una enorme diversidad de “cosas”, que tienen relación con tu vida diaria.

**Por ejemplo:**

1. Con ayuda de estas reacciones te puedes explicar por qué se oxidan los metales o, por qué se destiñe la ropa.
2. A través de ellas, nuestro organismo obtiene la energía necesaria para funcionar.
3. Gracias a ellas, es posible fabricar fuegos artificiales.
4. La comunicación que existe entre nuestras neuronas son posibles gracias a este tipo de reacciones.
5. Los antisépticos y desinfectantes tienen una acción oxidante que permite conservar la salud.
6. El revelado de películas fotográficas es otro más de los ejemplos que podemos mencionar.

Finalmente, ¿sabías que el envejecimiento es un proceso donde intervienen reacciones de óxido-reducción? Algunas sustancias como los dulces, el alcohol, la nicotina, son reconocidas como agentes oxidantes, los cuales favorecen el envejecimiento.

**2.5 CRITERIOS DE DESEMPEÑO**

**ENCUENTRE QUE ESPECIES QUIMICAS DE LAS SIGUIENTES REACCIONES SE OXIDAN Y CUALES SE REDUCEN.**

A) 3NH3 + 8CrO4-2 + 14H2O 3NO-3 + 8Cr+3 + 37OH-

B) 3Cu + 2NO-3 + 8+ 3Cu++ + 2NO + 4H2O

C) 3Sn++ + Cr2O7-2 3Sn++ + 2Cr+3 + 7H2O

**BALANCEAR LAS SIGUIENTES REACCIONES.**

A) HNO3 + P + H2O H3PO4 + NO

B) Cr(OH)3 + NaClO + Na2CO3 Na2CrO4 + NaCl + H2O + CO2

C) H2SO4 + H2S SO2 + S + H2O

D) HNO3 + As2O3 + H2O H3AsO4 + NO2

**BALANCEA LAS SIGUIENTES REACCIONES QUÍMICAS POR EL MÉTODO DE OXIDO REDUCCIÓN.**

1.- C + HNO3 CO2 + NO2 + H2O

2.- KMnO4 + H2SO4 + Sb K2SO4 + MnSO4 + Sb2O3 + H2O

3.- HClO3 + C2O4H2 HCl + CO2

4.- MnSO4 + Na2CO3 + O2 CO2 + Na2SO4 + Na2MnO4

5. - NH4NO3 N2O + H2O

6. - As2O3 + H2SO4 + Zn AsH3 + H2O + ZnSO4

7. - KMnO4 + FeSO4 + H2SO4 K2SO4 + MnSO4 + Fe2 (SO4)3 + H2O

8.- KCN + Co(CN)2 + HCN K3Co(CN)6 + H2

**UNIDAD III**

**ESTEQUIOMETRÍA**

**Antecedentes**

**¿Qué es una la estequiometria?**

Se le llama estequiometria a la rama de la química que se encarga del estudio cuantitativo de los reactivos y productos que participan en una reacción. Esta cuantificación tiene como base la ley de la conservación de la masa establecida por Lavoisier que establece lo siguiente: “La suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.”La palabra estequiometría deriva de dos palabras griegas: stoicheion, que significa elemento, y metron que significa medida.

La cantidad de reactivos y productos que participan en una reacción química se puede expresar en unidades de masa, de volumen o de cantidad de sustancia. Sin embargo, para hacer cálculos en una reacción química es más conveniente utilizar la cantidad de sustancia. Los coeficientes estequiométricos obtenidos al balancear la ecuación, nos permiten conocer la cantidad de productos a partir de cierta cantidad de reactivos, o viceversa. Para poder trabajar con la ecuación química, definimos las razones estequiométricas.

*MCIQ. Azor Aguilar Cortés*

**Objetivo**:*Identificará la trascendencia de la determinación de las cantidades de reactivos y productos involucrados en una reacción química valorando la importancia que tiene este tipo de cálculos en el análisis cuantitativo de procesos que tienen repercusiones socioeconómicas y ecológicas, con una actitud crítica y responsable.*

**¿Qué vas a aprender a hacer?**

1. Recordarás los conceptos de cantidad de materia, masa molar, volumen molar normal.
2. Reconocerás los distintos tipos de reacciones químicas.
3. Aprenderás a balancear las ecuaciones químicas.
4. Aprenderás a interpretar los datos que proporciona la estequiometria de la reacción química.
5. Resolverás ejercicios que involucren moles, masas, volúmenes, cantidad de moléculas.

**Fundamentos Teórico**

El Mol

Un mol se define como la cantidad de materia que tiene tantos objetos como el número de átomos que hay en exactamente 12 gramos de 12C.

Se ha demostrado que este número es:

Se abrevia como , y se conoce como número de Avogadro.

El ***peso molecular*** (**PM**) de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos en una molécula de la sustancia y se expresa en ***unidades de masa atómica***. Por ejemplo, el peso molecular del agua, H2O, es 18.0 uma.

El ***peso fórmula*** (**PF**) de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos en una unidad formular del compuesto, sea molecular o no. Por ejemplo, el cloruro de sodio, NaCl, tiene un peso fórmula de 58.44 uma. Este compuesto es iónico, así que estrictamente la expresión “peso molecular de NaCl” no tiene significado. El peso molecular y el peso fórmula calculados a partir de la fórmula molecular de una sustancia son idénticos.

Un ***mol*** (símbolo **mol**) se define como la cantidad de una sustancia dada que contiene tantas moléculas o unidades formulares como el número de átomos en exactamente 12 g de carbono-12. El número de átomos en una muestra de 12 g de carbono-12, se llama ***número de*** ***Avogadro*** (***NA***) y tiene un valor de . Por lo tanto, un mol de moléculas, de átomos, etcétera, contiene el número de Avogadro. Por ejemplo, un mol de etanol es igual a 6.023 ´ 1023 moléculas de etanol.

La ***masa molar*** de una sustancia es la masa de un mol de la sustancia. El carbono-12 tiene, por definición, una masa molar de exactamente 12 g/mol. Para todas las sustancias, la masa molar en gramos por mol es numéricamente igual al peso fórmula en unidades de masa atómica.

La ***fórmula empírica*** (o la **fórmula más sencilla**) para un compuesto es la fórmula de una sustancia, escrita con los índices con números enteros más pequeños. Para la mayor parte de las sustancias iónicas, la fórmula empírica es la fórmula del compuesto, pero con frecuencia éste no es el caso de las sustancias moleculares. Por ejemplo, la fórmula del peróxido de sodio, un compuesto iónico de Na+ y O22-, es Na2O2. Su fórmula empírica es NaO. Por lo tanto, la fórmula molecular de un compuesto es un múltiplo de su fórmula empírica.

El ***reactivo limitante*** es aquel que se encuentra en una proporción menor a la requerida estequiométricamente de acuerdo a la reacción balanceada, por lo que es consumido completamente cuando se efectúa una reacción hasta ser completa. El reactivo que no se consume completamente se denomina ***reactivo en exceso.*** Una vez que uno de los reactivos se agota, se detiene la reacción, por lo que las moles de producto siempre son determinadas por las moles presentes del reactivo limitante.

El ***rendimiento teórico*** de una reacción es la cantidad máxima de producto que se puede obtener por una reacción a partir de cantidades dadas de reactivos y se calcula a partir de la estequiometria basada en el reactivo limitante. El ***porcentaje de rendimiento*** de un producto es el rendimiento real (determinado experimentalmente) expresado como un porcentaje del rendimiento teórico calculado.

*MCIQ. Azor Aguilar Cortés*

**3.1 Formas comunes para expresar la concentración de una disolución:**

**3.1.1 Molaridad**

**3.1.2 Porcentajes**

La ***composición en porciento*** indica cómo están los porcentajes de la masa de cada elemento en una cantidad dada de un compuesto.

a) Porcentaje peso/peso (% m/m)

b) Porcentaje volumen/volumen (% v/v)

c) Porcentaje peso/volumen (p/v)

**3.1.3 Molalidad**

**3.1.4 Normalidad**

Para la expresión de la concentración como normalidad se tiene que definir el equivalente de soluto de acuerdo a la reacción con la cual se trabaje.

**3.1.5 Fracción molar**

**3.1.6 Partes por millón**

En el caso de la primera fórmula debemos tener el peso del soluto y de la disolución en las mismas unidades (Kg).

**3.2 CONCEPTO DE MOL**

**Problemas resueltos**

El cianuro de hidrógeno, HCN, es un líquido incoloro, volátil, con el olor de ciertos huesos de frutas (por ejemplo los huesos del durazno y cereza). El compuesto es sumamente venenoso. ¿Cuántas moléculas hay en 56 mg de HCN, la dosis tóxica promedio?

¿Cuántos gramos de metano, CH4 hay en 1.20 x 10-4 moléculas?

¿Cuántos moles de sulfuro de sodio, corresponden a 2.709 x 1024 moléculas de sulfuro de sodio y cuántos moles de sodio?

**CRITERIOS DE DESEMPEÑO**

1. Una muestra de dicromato de amonio, contiene 1.81 x 1024 átomos de hidrógeno ¿cuántos gramos de nitrógeno hay en ella?
2. ¿Cuántas moléculas de agua hay en 2 ml de una disolución de HCl, cuya densidad en masa son 1.19 g/ml y 37% en masa respectivamente?
3. Una planta de producción de NaOH, concentra una disolución que contiene 88% en masa de agua y 12% en masa de NaOH. Si la densidad de esta disolución es de 1.1309 g/ml:

a) ¿Cuántos iones OH- hay por ml de disolución?

b) ¿Cuántos moles de iones sodio hay por ml de disolución?

1. ¿Qué volumen (ml) de una disolución de etanol (C2H6O) que tiene 94% de pureza en masa, contiene 0.2 moles de etanol? La densidad de la disolución es 0.807 g/ml. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 10 ml de etanol? (considera que es una disolución acuosa).
2. Una aleación que contiene hierro (54.7% en masa), níquel (45.0 %) y manganeso (0.3%) tiene una densidad de 8.17 gramos sobre cm3:

a) ¿Cuántas moles de hierro hay en un bloque de aleación que mide 10cm x 20cm x 15cm?

b) ¿Cuántos átomos de manganeso hay en la mitad del bloque que se menciona en el inciso anterior?

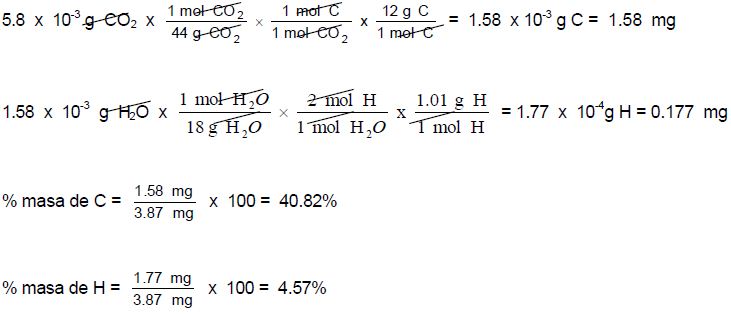
1. Una muestra de 50 gramos de calcopirita contiene 28 gramos de CuFeS2. ¿Cuál es el porcentaje de cobre en la calcopirita?

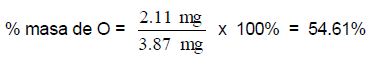
**3.3 FÓRMULA MÍNIMA Y MOLECULAR**

**Problemas resueltos**

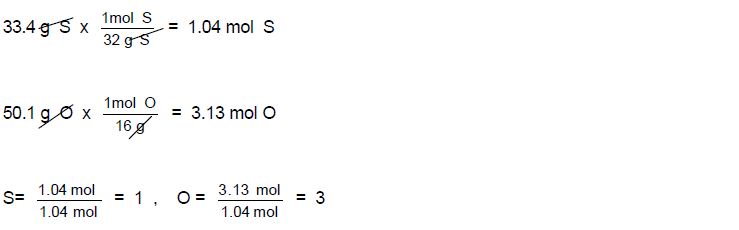
El nitrato de amonio, NH4NO3, el cual se prepara a partir de ácido nítrico, se emplea como fertilizante nitrogenado. Calcula los porcentajes de masa de los elementos en el nitrato de amonio.

Una muestra de 3.87 mg de ácido ascórbico (vitamina C) por combustión genera 5.80 mg de CO2 y 1.58 mg de H2O. ¿Cuál es la composición en porciento de este compuesto (el porcentaje de masa de cada elemento)?. El ácido ascórbico contiene solamente C, H y O.



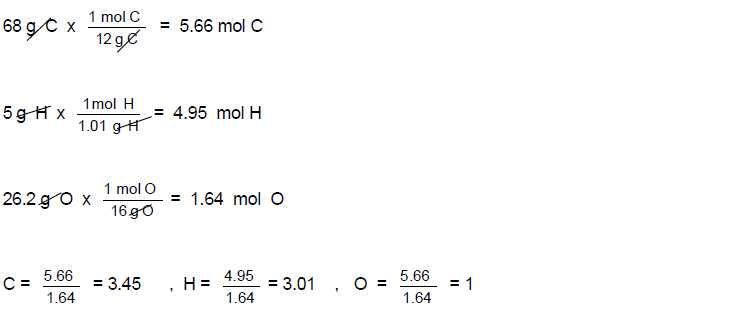


Una muestra de un compuesto que pesa 83.5 g contiene 33.4 g de azufre. El resto es de oxígeno, ¿Cuál es la fórmula mínima?



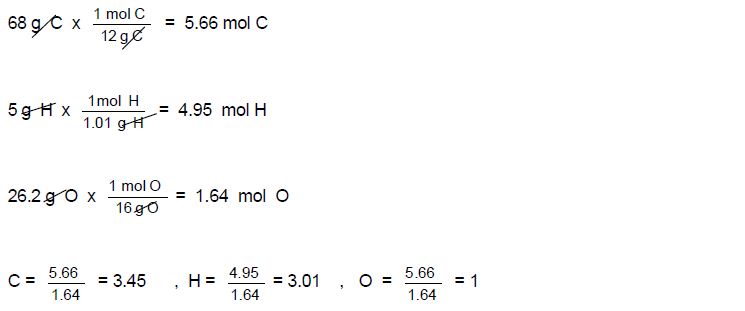
Fórmula mínima SO3

El ácido benzoico es un polvo blanco, cristalino, que se emplea como preservativo de alimentos. El compuesto contiene 68.8% de C, 5.0% de H y 26.2% de O; por masa. ¿Cuál es la fórmula mínima?



Multiplicado todo por 2: C7H6O2

La composición en porciento del acetaldehído es 54.5% de C, 9.2% de H y 36.3 de O, y su peso molecular es 44 uma. Determina la fórmula molecular del acetaldehído.



Fórmula mínima, C2H4O1 \ Peso fórmula, 44 uma

Fórmula molecular:

Donde:

n= No. por el cual se deben multiplicar los subíndices de la Fórmula mínima para obtener la molecular.

**CRITERIOS DE DESEMPEÑO**

1. El óxido de titanio (IV) se calienta en corriente de hidrógeno perdiendo algo de oxígeno. Si después de calentar 1.598 g de TiO2 el peso se reduce en 0.16 g ¿Cuál es la fórmula del producto final?
2. Al quemar una muestra de un hidrocarburo se producen 12.28 g de CO2 y 5.86 g de agua.

* ¿Cuántos gramos de muestra se quemaron?
* ¿Cuál es la composición porcentual de cada elemento en el compuesto?
* ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto orgánico?

1. Hay un oxiácido orgánico muy abundante en limones, naranjas y toronjas, cuando se queman 5 gramos de este ácido se producen 6.875 gramos de bióxido de carbono y 1.875 gramos de agua, si 0.25 moles de este compuesto equivalen a 48 gramos.

* ¿Cuál es la composición porcentual del oxiácido?
* ¿Cuál es la fórmula mínima del ácido?
* ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto orgánico?

1. El mentol, la sustancia orgánica que podemos oler en las pastillas mentoladas para la tos, se compone de carbono, hidrógeno y oxígeno. Una muestra de 100.1 mg de mentol se quema en presencia de oxígeno, produciendo 282.9 mg de bióxido de carbono y 115.9 mg de agua.

* Determina la composición porcentual de cada elemento en la sustancia orgánica.
* ¿Cuál es la fórmula mínima del mentol?
* Si 15.6 gramos son 0.1 moles del compuesto ¿Cuál es su fórmula molecular?

1. Se determinó que un compuesto orgánico contiene solo 3 elementos: carbono, hidrógeno y cloro. Cuando se quemó por completo en el aire una muestra de 1.5 gramos del compuesto, se produjeron 3.52 g de CO2. En otro experimento, el cloro de una muestra de un gramo del compuesto, se transformó en 1.27 gramos de cloruro de plata.

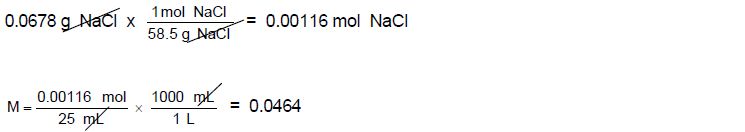
* ¿Cuál es la masa en gramos que hay de cada elemento en 1.5 gramos de muestra del compuesto mencionado?
* ¿Cuál es la composición porcentual de cada elemento en el compuesto?
* ¿Cuál es la fórmula mínima para esta sustancia orgánica?

1. La alicina es el compuesto que proporciona el olor característico al ajo. Al realizar un análisis de este compuesto se encuentra que tiene la siguiente composición porcentual: C: 44.4%, H: 6.21%, S: 39.5%, O: 9.86%. También se encuentra que su masa molar es igual a 162 g/mol. Calcula la fórmula empírica y la fórmula molecular de este compuesto.
2. En un experimento se obtuvo un compuesto de hierro y oxígeno que tienen 27.65% de oxígeno y 72.34% de hierro. Obtenga la fórmula mínima del compuesto.

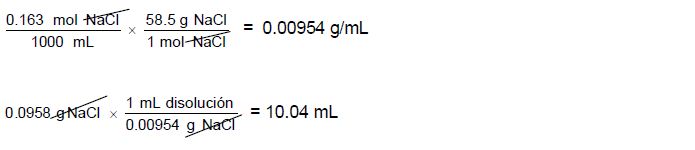
**3.4 EXPRESIONES DE LA CONCENTRACIÓN Y DILUCIONES**

**Problemas resueltos**

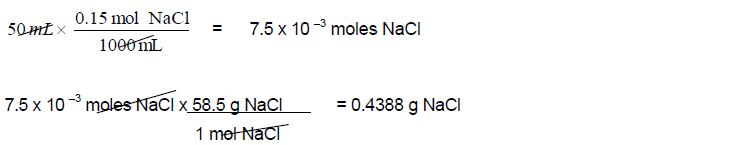
Una muestra de cloruro de sodio, NaCl, que pesa 0.0678 g se coloca en un matraz volumétrico de 25.0 ml y se afora con agua destilada. ¿Cuál es la molaridad de la disolución resultante?



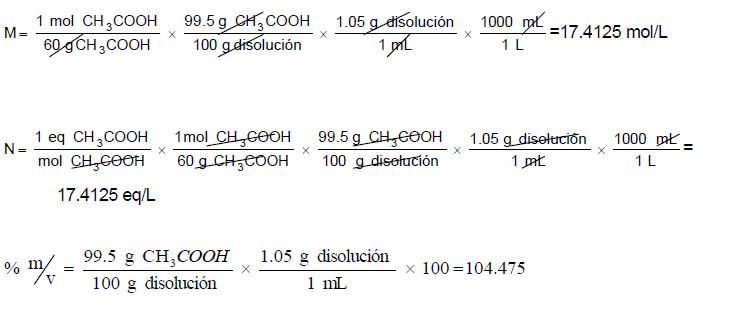
¿Cuántos mililitros de NaCl 0.163 M se requieren para obtener 0.0958 g de cloruro de sodio?



¿Cuántos moles de cloruro de sodio deben colocarse en un matraz volumétrico de 50 ml para obtener una disolución 0.15 M de NaCl? ¿A cuántos gramos de cloruro de sodio equivalen?

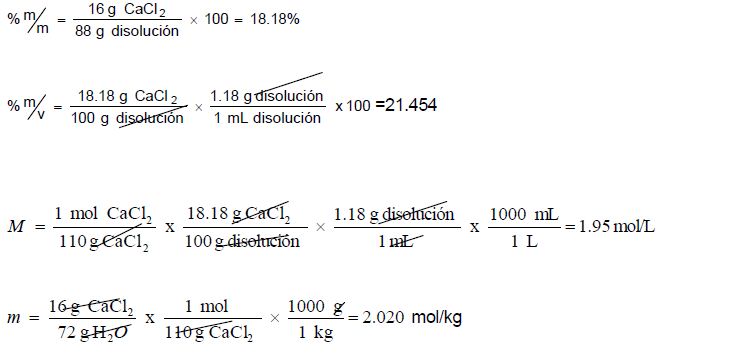


El ácido acético glacial, CH3COOH tiene una concentración 99.5% m/m y una densidad de 1.05 g/cm3. Determina la concentración molar, normal y % m/v de este ácido.



Una solución se preparó disolviendo 16.0 g de cloruro de calcio, CaCl2 en 72.0 g de agua, y tiene una densidad de 1.180 g/ml a 20°C. ¿Cuál es la concentración % m/m y % m/v, M y m de la disolución?

Masa de la disolución = 16 g CaCl2 + 72 g H2O = 88 g disolución.



**CRITERIOS DE DESEMPEÑO**

1. ¿Cuántos gramos de NaOH húmeda\* se necesitan pesar para preparar 250 ml de una disolución 1.5M?

(\*)La sosa contiene 10% en masa de agua.

1. Se quiere preparar un volumen de 8L de una disolución de KNO3 al 20% en masa y una densidad de 1.1326 g/ml a 20°C.

* ¿Qué volumen de agua (\*) y qué masa de nitrato de potasio se debe mezclar?
* ¿Cuál es la molaridad y cuál es la Molalidad de la disolución preparada?
* ¿Cuál es la fracción mol del soluto en esta disolución?
* ¿En cuántos ml de la disolución hay 0.0025 moles de nitrato de potasio?

(\*) La densidad del agua para este problema es de 1 g/ml.

1. Completa la siguiente tabla para disoluciones acuosas de ácido sulfúrico.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Densidad**  **g/ml** | **Molaridad**  **M** | **Molalidad**  **m** | **% en masa de ácido sulfúrico** | **% en masa de agua** |
| 1.24 | 4.08 |  |  |  |
| 1.3 |  |  | 39.19 |  |
| 1.6 |  | 53.65 |  |  |
| 1.15 |  |  |  | 79.18 |

1. Se preparan las disoluciones “A” y “B”.

Para la disolución “A” se utilizan 6.00 gramos de metanol en un kilogramo de agua y para la disolución “B” se utilizan 6.00 gramos de metanol en un kilogramo de tetracloruro de carbono. A 20°C la densidad de la disolución “B” es mayor que la densidad de la disolución “A”. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones relativas a estas disoluciones son ciertas? Efectúa los cálculos necesarios e indica cuales de las siguientes afirmaciones son ciertas:

* Las disoluciones “A” y “B” tienen la misma molaridad.
* Ambas disoluciones tienen la misma Molalidad.
* Las fracciones molares del metanol en “A” y “B” son iguales.
* El % en masa de metanol es igual en “A” que en “B”.

1. Dos disoluciones acuosas “A” y “B” de nitrato de calcio tienen una concentración diferente.

* ¿Cuántos gramos de nitrato de calcio puro hay en 200 ml de la disolución “A”?. Se sabe que la densidad y % en masa para esta disolución son 1.1636 g/ml y 20% respectivamente.
* ¿Cuál es la densidad, % en masa, Molalidad y molaridad de la disolución “B”?. Se sabe que 400 ml de esa disolución tienen una masa de 504 gramos y que por cada kilogramo de disolvente hay 2.61 moles de nitrato de calcio.

1. En una determinación cuantitativa se utilizan 17.1 ml de Na2S2O3 0.1N para que reaccione todo el yodo que se encuentra en una muestra que tiene una masa de 0.376 g.

Si la reacción que se lleva a cabo es:

I2 + 2Na2S2O3 ® 2NaI + Na2S4O6

¿Cuál es la cantidad de yodo en la muestra?

1. En un litro de una disolución hay 200 g del soluto “X”. Si la disolución contiene 18% en masa de “X”, ¿Cuál es la densidad de la disolución, expresada en g/ml?
2. Complete el siguiente cuadro. Incluya los cálculos realizados.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Soluto** | **Masa del soluto**  **(g)** | **Vol. de disolución**  **(mL)** | **Molaridad**  **M** | **Normalidad**  **N** |
| H2SO4 |  | 250 |  | 0.5 |
| HCl |  | 50 | 0.1 |  |
| NaOH | 30 | 350 |  |  |
| KOH | 25 |  | 0.01 |  |
| H2CO3 | 45 |  |  | 0.75 |
| H3PO4 |  | 2500 |  |  |
| Ca(OH)2 |  | 350 |  |  |
| HBr | 75 | 1000 |  |  |

**3.5 LA REACCIÓN QUÍMICA**

**Ejemplos de Clasificación de la Reacción Química**

Aún cuando en la bibliografía más utilizada en los cursos de Química General se habla constantemente de la reacción química, en pocos textos se hace explícita su clasificación y generalmente se hace en forma parcial como Whitten que enfatiza la clasificación de las reacciones desde el punto de vista de sus formas de combinación y las describe en disoluciones acuosas de acuerdo a sus características electrolíticas y formas predominantes del soluto en agua. Algunos otros libros clásicos de Química General (Chang, Ebbing y Keenan) tratan en capítulos diferentes las posibles formas de clasificación lo que impide su sistematización.

En este curso abordamos la clasificación de las reacciones químicas tomando en cuenta los siguientes aspectos:

**CAMBIOS ENERGÉTICOS.**

Reacciones exotérmicas

Reacciones endotérmicas

Esta clasificación considera si en el proceso el sistema libera o absorbe calor y grupa a las reacciones como exotérmicas o endotérmicas.

Ejemplos: HN03 + KOH KNO3 + H20 + calor (exotérmica)

2 HgO + Calor 2Hg(s) + O2 (g) (endotérmica)

**COMPORTAMIENTO QUÍMICO (Clasificación analítica)**

En este tipo de reacciones se considera si hay cambio en los números de oxidación de los productos con respecto a los reactivos (combustión, metales y ácidos, metales y iones de metales menos activos, no metales y iones de metales menos activos, combinación de elementos y viceversa) , si hay cambios significativos de pH o reacciones que involucren especies con características ácido-base, si hay formación de un sólido en el seno de un líquido durante la reacción, o bien, si hay formación de compuestos metálicos (generalmente de transición y muy coloridos) rodeados de moléculas y iones.

Esta clasificación incluye los siguientes tipos de reacciones:

Oxidoreducción

Ácido-base

Precipitación

Formación de compuestos de coordinación

Ejemplos:

2CH3OH(l) + 3 02 (g) 2CO2 (g) + 4 H20 (l) Oxidoreducción.

2Na(s) + H20(l) H2 (g) + 2NaOH (ac) Oxidoreducción

Cu(s) + 2AgNO3 (ac) 2Ag(s) + Cu( N03)2 Oxidoreducción

HNO3 (ac) + KOH(ac) KNO3(ac) + H20(l) Ácido-base

Si02 (s) + CaO(s) CaSiO3 Ácido-base

AgNO3 (ac) + K2CrO4 (ac) Ag2CrO4 (s)+ 2KNO3(ac) Precipitación

Co(NO3)2 (ac) + 6NH3(ac) [ Co (NH3)6 ](NO3)2 Coordinación

**3.5.1 NATURALEZA DE LA REACCIÓN (complejidad entre reactivos y productos).**

Esta clasificación considera si en la reacción se forma una sustancia de mayor complejidad, que la de los reactivos, o si el reactivo, se descompone en 2 o más sustancias, si se reemplaza un catión, un anión o un ligante o si hay un doble intercambio de especies. Este grupo de reacciones incluye las siguientes:

Síntesis

Descomposición

Desplazamiento simple

Doble desplazamiento o metátesis

Ejemplos:

C (s) + 02 (g) CO2 (g) Síntesis

2 HgO (s) 2Hg (s) + 02 (g) Descomposición

Mg (s) + H2SO4 (ac) MgSO4 (ac) + H2 (g) Desplazamiento simple

[Co(H2O)6] Cl2 + 6 NH3 (g) [Co(NH3)6 ]Cl2 + 6 H20 Desplazamiento simple

3BaCl2(ac) + 2Na3PO4 (ac) Ba3 (PO4)2 (s) + 6NaCl (ac) Doble desplazamiento.

Como puede observarse, una sola reacción puede ser clasificada desde diferentes puntos de vista y en ocasiones no resulta tan simple esta clasificación.

**CRITERIOS DE DESEMPEÑO**

1. Clasifique a las siguientes reacciones según los siguientes criterios

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| *Cambios energéticos:* | *Comportamiento químico* | *Agrupamiento de los átomos:* |
| -exotérmicas  -endotérmicas | -ácido base  -redox | -síntesis  -descomposición |
|  | -precipitación  -formación de complejos | -sustitución simple  -doble sustitución |

|  |  |
| --- | --- |
| CuCO3 CuO + CO2 |  |
| 2 Kl + Cl2 2 KCl + I2 |  |
| K2CrO4 + Pb(NO3)2 PbCrO4 + 2KNO3 |  |
| Na2SO3 + S Na2S2O3 |  |
| NaOH + HCl NaCl + H2O |  |
| NiCl + 6NH3 [Ni(NH3)6]Cl4 |  |
| H2CO3 CO2 + H2O |  |

1. Complete las siguientes reacciones, balancéelas y clasifíquelas:

a) Na2S2O3 + H Cl

b) Ca(OH)2 + C O2

c) I2 + Na Br

d) ZnSO4 + Na S

e) Al (NO3)3 + NaOH

1. Indique el número de oxidación de los elementos de cada compuesto y el agente oxidante y el reductor

a) Na2S2O3 + H Cl

b) Ca(OH)2 + C O2

c) I2 + Na Br

d) ZnSO4 + Na S

e) Al (NO3)3 + NaOH

**3.6 BALANCEO DE ECUACIONES. MÉTODO ION ELECTRÓN**

1. A los átomos de los elementos en su estado libre se les asigna un número de oxidación de cero. Así, cada uno de los átomos en H2, Br2, Na, Be, K, O2, y P4 tiene el mismo número de oxidación: cero.

2. Para los iones monoatómicos, es decir, iones constituidos por un sólo átomo, el número de oxidación del elemento es igual a la carga del ion entonces, el litio en el ion litio tiene un número de oxidación de +1; el bario en el ion bario, +2; el oxígeno en el ion oxígeno, -2, etcétera. Todos los iones de los metales alcalinos tienen un número de oxidación de +1, y todos los iones de los metales alcalinotérreos tienen un número de oxidación de +2. El aluminio tiene un número de oxidación de +3 en todos sus compuestos.

3. El número de oxidación del oxígeno en la mayoría de los compuestos es –2 (MgO y H2O). En los peróxidos (O2 -2) es –1.

4. El número de oxidación del hidrógeno en la mayoría de sus compuestos es +1. Cuando esta enlazado con los metales en compuestos binarios para formar los hidruros tiene un número de oxidación de –1.

5. El flúor tiene un número de oxidación de –1 en todos sus compuestos. Los otros halógenos, cloro, bromo y yodo, tienen números de oxidación negativos cuando existen como iones halogenuro (Cl-, Br-, I-). Cuando el cloro, el bromo y el yodo están combinados con oxígeno, como en los oxiácidos y oxianiones, tienen números de oxidación positivos.

6. En una molécula neutra, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero. En un ion poliatómico, la suma de los números de oxidación de todos los elementos debe ser igual a la carga neta del ion. Por ejemplo, en el ion amonio, NH4+, el número de oxidación del nitrógeno es –3 y el del hidrógeno es +1, por lo tanto, la suma de los números de oxidación es –3 +4 (+1) = +1, que es igual a la carga neta del ion.

**Problemas resueltos**

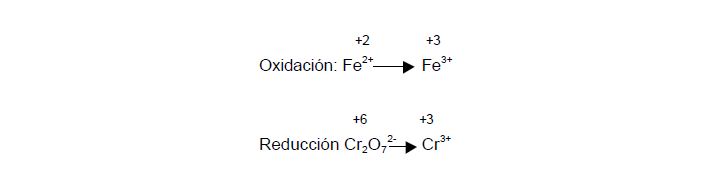
A continuación se presenta un ejemplo del procedimiento para balancear una ecuación en medio ácido.

FeSO4 + K2Cr2O7 + H2SO4 Fe2(SO4)3 + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + H2O

**Paso 1:** Identificar las especies químicas que cambian su número de oxidación y escribir la ecuación no balanceada en su forma iónica. Es necesario utilizar las especies que intervienen en la reacción, y no solamente los átomos que cambian su número de oxidación

Fe2+ + Cr2O72- Fe3+ + Cr3+

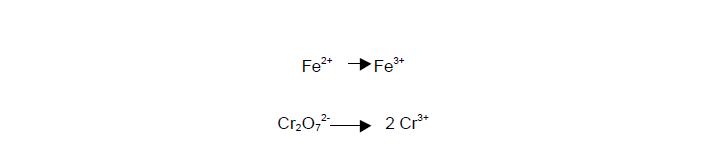
**Paso 2:** Plantear las semirreacciónes de oxidación y de reducción. No es necesario asignar los números de oxidación de los elementos que se oxidan y reducen, pero se pueden identificar y son útiles para verificar el balance de cargas.



**Paso 3:** Hacer el balance de masa en cada semirreacción.

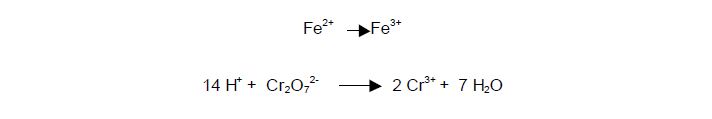
a) En primer lugar balancear los átomos del elemento que cambia su número de oxidación. Al último balancear los átomos de oxígeno e hidrógeno.

En este caso la semirreacción de oxidación está balanceada en cuanto a masa. En la semirreacción de reducción es necesario balancear los átomos de Cr, para lo que se utiliza un coeficiente de 2 en el Cr3+.



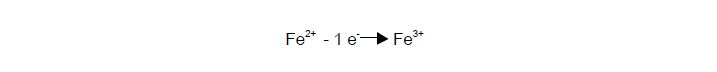
b) En las reacciones que se llevan a cabo en medio ácido, se agrega H2O para balancear los átomos de oxígeno e hidrógeno para balancear los átomos de hidrógeno.

En este caso, en la ecuación de reducción se agregan siete moléculas de H2O en el lado de los productos y catorce iones H+ en el lado de los reactivos:

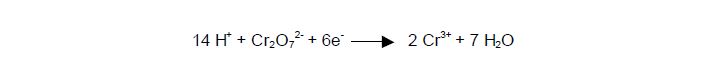


**Paso 4:** Hacer el balance de cargas considerando que toda reacción química debe cumplir el principio de electro neutralidad. Para ello únicamente se pueden sumar o restar electrones, que tienen carga negativa. El mismo número de electrones que se ganen en la semirreacción de oxidación, debe ser el que se pierda en la semirreacción de reducción. para igualar el número de electrones intercambiados se pueden multiplicar una o ambas semirreacciones por los coeficientes apropiados.

a) Para la semirreacción de oxidación se tiene:



b) En la semirreacción de reducción hay doce cargas netas positivas del lado de los reactivos y sólo seis cargas positivas del lado de los productos. Por lo tanto es necesario sumar seis electrones a la izquierda.



c) Para igualar el número de electrones en ambas semirreacciones, se multiplica por seis la semirreacción de oxidación:

16.JPG

17.JPG

**Paso 5:** Se suman las dos semirreacciones. Recuerda, los electrones sumados y restados deben ser los mismos.

Al sumar las dos semirreacciones se obtiene

18.JPG

**Paso 6:** Se verifica que la ecuación cumpla con el balance de masa y con el balance de cargas, para lo cual debe contener el mismo tipo y número de átomos, así como el mismo número de cargas en ambos lados de la ecuación. La inspección final debe mostrar que la ecuación resultante está “atómica” y “eléctricamente” balanceada.

**Paso 7:** Los coeficientes encontrados se escriben en sus respectivos lugares en la ecuación molecular, y si hace falta se hace el balance final por inspección.

En este caso:

19.JPG

Para las ecuaciones que representan reacciones en medio básico, se puede seguir el procedimiento seguido en medio ácido hasta el paso 3. Posteriormente por cada ion H+ que aparezca, se debe agregar un número igual de iones OH- en ambos lados de la ecuación. Si aparecen iones H+ y OH- en el mismo lado de la ecuación, se pueden considerar como moléculas de agua al sumar las dos semirreacciones para escribir la ecuación iónica balanceada.

**CRITERIOS DE DESEMPEÑO**

Determine el número de oxidación de cada elemento presente en las siguientes fórmulas:



Balancea las siguientes ecuaciones por el método del ion-electrón, para ello escribe:

a) Las fórmulas de las especies que cambian durante la reacción.

b) Las ecuaciones balanceadas que representan a las semirreacciones de oxidación y reducción.

c) Los nombres de las siguientes especies: la que se oxida, la que se reduce, la oxidante y la reductora.

d) La ecuación iónica balanceada.

e) La ecuación molecular balanceada.

